



**Profesor
Miguel Zavala**



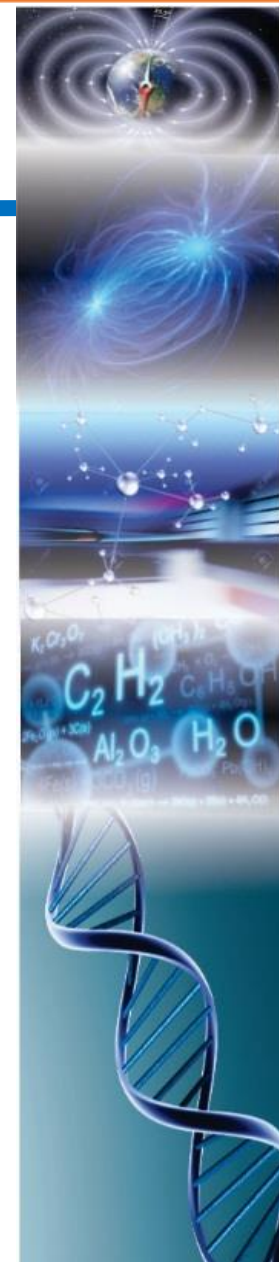
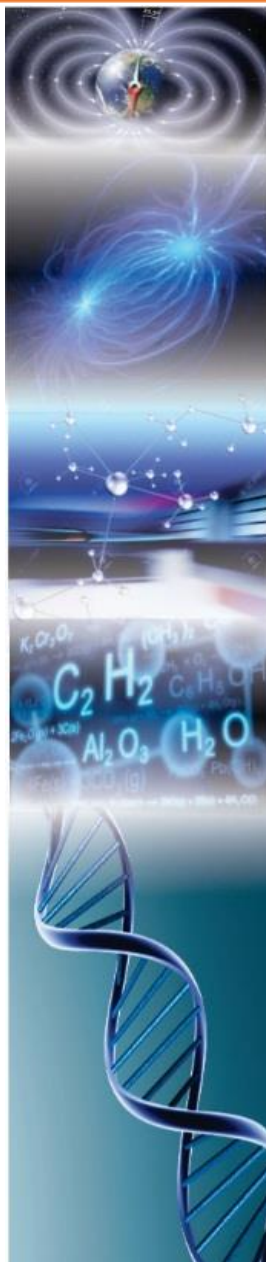
QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

REACCIONES

QUÍMICAS

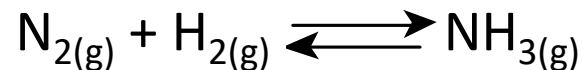
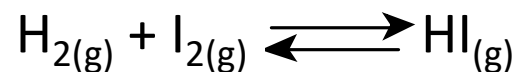
BALANCE DE ECUACIONES



Por el sentido de la reacción :

1. Reacciones Reversibles: Son aquellas que se realizan en dos sentidos, es decir que una vez formados los productos, también pueden reaccionar originando nuevamente los reactivos. La reacción no se detiene. Se caracterizan por tener doble flecha.

Ejemplos:



2. Reacciones Irreversibles: Son aquellas que se realizan en un solo sentido hasta que se acabe uno de los reactivos y luego se detiene la reacción. Se caracterizan por tener una flecha simple.

Ejemplos:



Por la Variación de Energía :

En las reacciones químicas la materia tiene un cambio energético, dicho cambio se da mediante una absorción o liberación de calor del medio que los rodea.

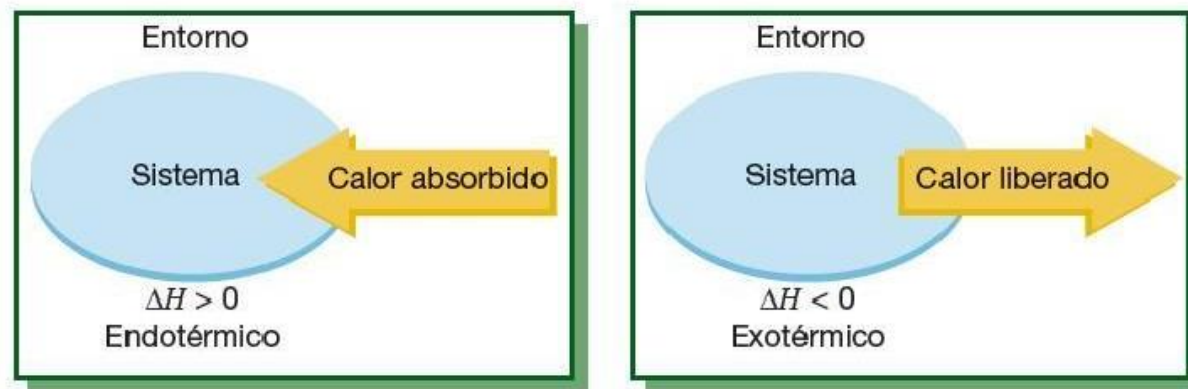
Entalpía (H) :

Indica el contenido calorífico característico de cada sustancia química

Cambio de Entalpía (ΔH) :

También se le denomina calor de reacción, energía de reacción o entalpía de reacción. Determina la energía absorbida o liberada por una reacción química.

$$\Delta H = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactantes}}$$



1. Reacciones Exotérmicas ($\Delta H < 0$)

Son aquellas reacciones donde se produce liberación de energía en forma de calor (+Q) en razón a que los reactantes tienen mayor contenido energético que los productos.

Este tipo de reacción se representa por :

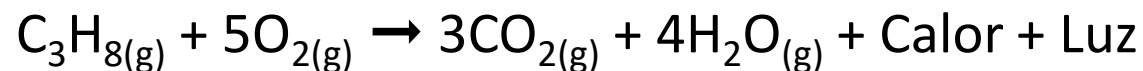


Formas de expresar una reacción exotérmica:



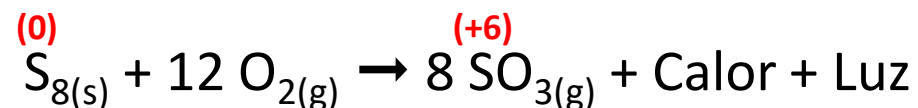
* **Reacciones de Combustión Completa** : Es aquella en donde la combustión se desarrolla con la cantidad suficiente de oxígeno y genera una llama azul, que es una llama no luminosa. La combustión completa de sustancias orgánicas generan CO_2 y agua.

Ejemplo :



OBSERVACIÓN:

En una reacción de combustión completa, el elemento que se oxida, alcanza su mayor estado de oxidación.



La reacción mostrada es una combustión completa debido a que el azufre al combinarse adquiere su mayor número de oxidación.

2. Reacciones Endotérmicas ($\Delta H > 0$)

Son aquellas reacciones donde se produce absorción de energía en forma de calor ($-Q$), en razón que los productos presentan mayor contenido energético que los reactantes.

Este tipo de reacción se representa por :



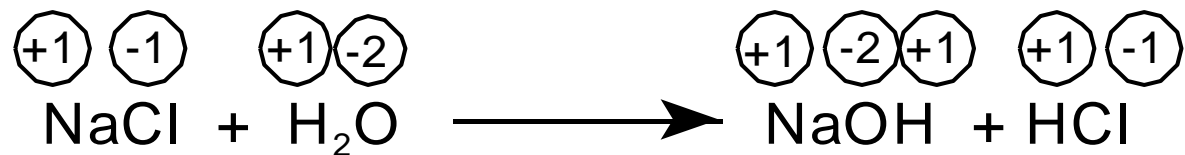
Formas de expresar una reacción endotérmica:



Por la variación del estado de oxidación:

1. Reacciones no Redox: Son aquellas reacciones en donde ningún elemento cambia su número de oxidación al pasar de reactantes a productos.

Ejemplo :

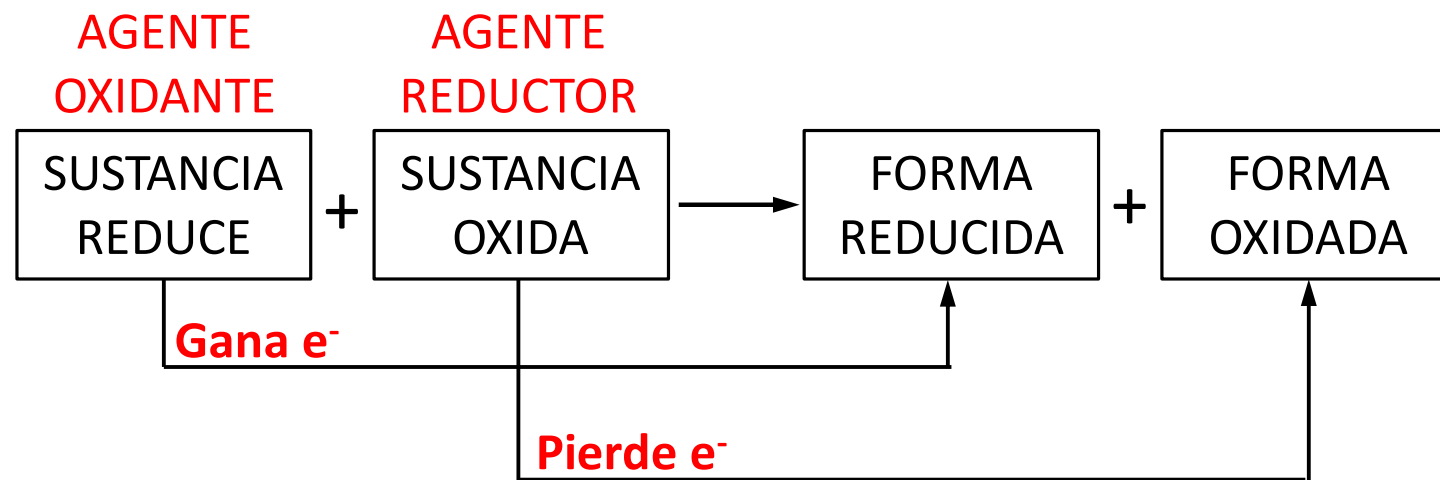


2. Reacciones Redox: Son aquellos procesos en los que se verifica una ganancia y pérdida de electrones simultáneamente, por lo que hay cambios en los números de oxidación.

* **Oxidación:** Es el fenómeno químico por el cual el número de oxidación aumenta por pérdida de electrones.

* **Reducción:** Es el fenómeno químico por el cual el número de oxidación disminuye por ganancia de electrones.

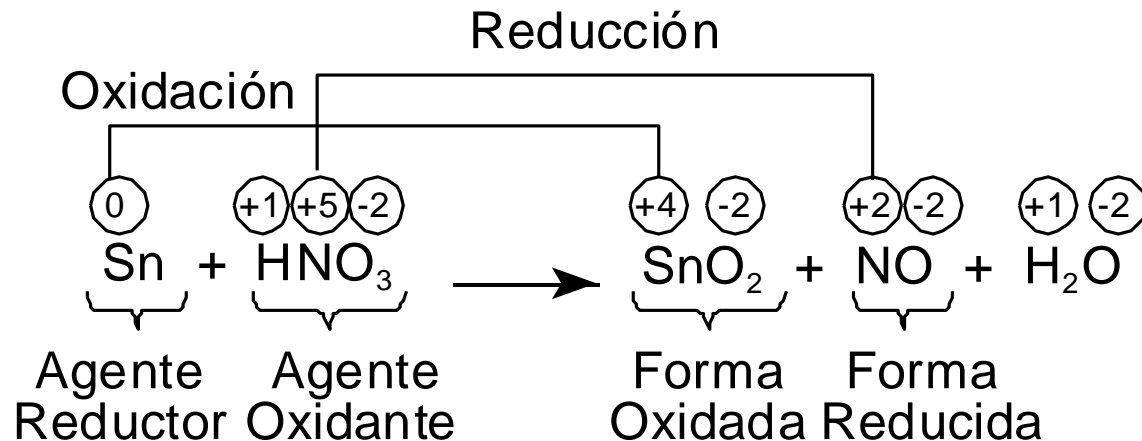
En general en una reacción redox, se tiene:



NOTA:

- * Se denomina **agente oxidante** a la sustancia que contiene al elemento que se reduce.
- * Se denomina **agente reductor** a la sustancia que contiene al elemento que se oxida.

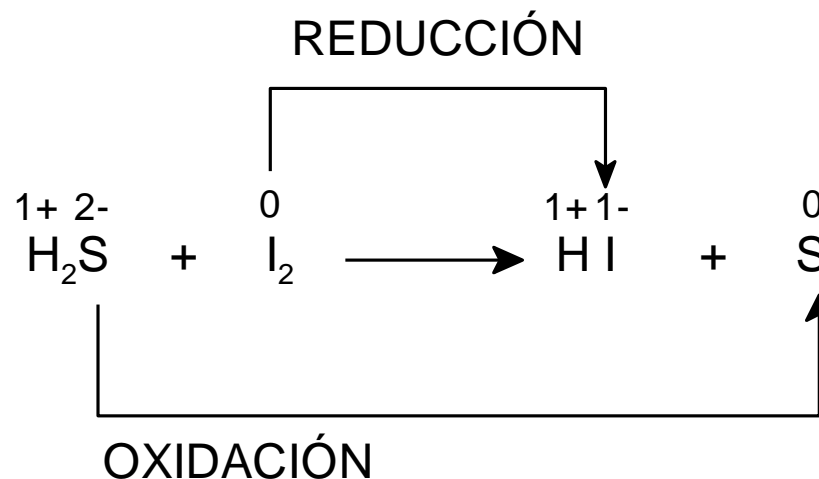
Ejemplo de reacción REDOX:



TIPOS DE REACCIONES REDOX :

A. REDOX INTERMOLECULAR

Se produce cuando el elemento que oxida y se reduce está en especies diferentes.



Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación química, sirve para hacer cumplir la ley fundamental de las reacciones químicas que es la ley de conservación de la masa.

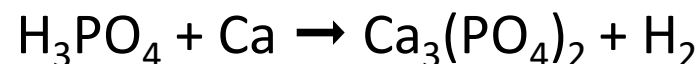
Métodos para balancear ecuaciones químicas :

1. MÉTODO DEL TANTEO : Se le llama también método de simple inspección y consiste en tantear coeficientes hasta que la ecuación quede balanceada. Se recomienda el siguiente orden de balance:

METAL ✎ NO METAL ✎ H ✎ O
(No "H" ni "O")

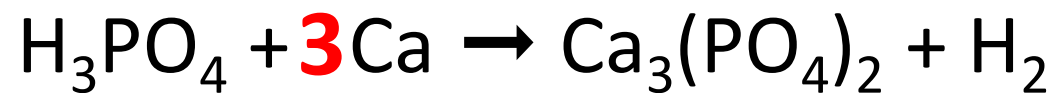
Ejemplo:

Balancear por el método del "tanteo" la siguiente ecuación:

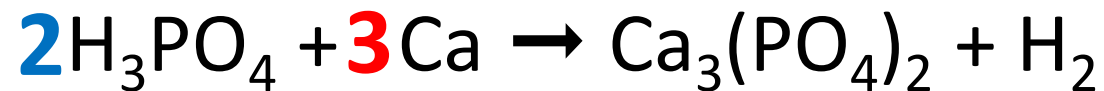


PROCEDIMIENTO:

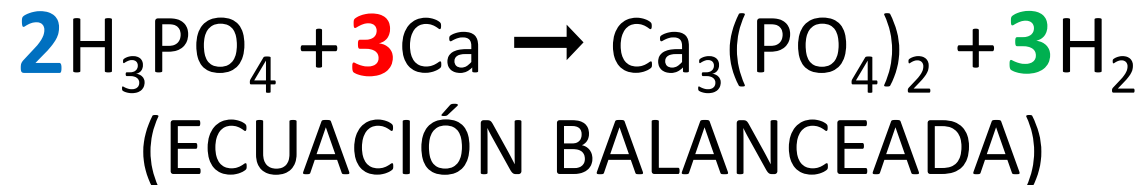
1°) Balanceamos el metal (**calcio**):



2°) Balanceamos el no metal (**fósforo**):



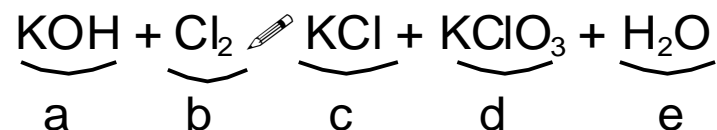
3°) Finalmente, balanceamos el (**hidrógeno**):



2. MÉTODO DE COEFICIENTES INDETERMINADOS : Se le llama también método algebraico y se basa en el planteo de ecuaciones algebraicas.

Ejemplo :

Balancear la siguiente ecuación :



Procedimiento:

Se asignan coeficientes literales a cada una de las sustancias que participan en la reacción y planteamos las respectivas ecuaciones algebraicas para cada elemento:

$$\text{K} : a = c + d \quad \text{..... (1)}$$

$$\text{O} : a = 3d + e \quad \text{..... (2)}$$

$$\text{H} : a = 2e \quad \text{..... (3)}$$

$$\text{Cl} : 2b = c + d \quad \text{..... (4)}$$

Se escoge la ecuación más simple y se le asigna un valor numérico a una letra; es aconsejable dar el valor de uno :

En (3) : $a = 2e$; asumiendo: $e = 1 \rightarrow a = 2$

Entonces:

En (2) : $a = 3d + e$; reemplazando valores, se deduce: $d = 1/3$

En (1) : $a = c + d$; se tiene: $c = 5/3$

En (4) : $2b = c + d$; se tiene: $b = 1$

Multiplicando los valores hallados por 3 con el fin de que sean enteros se tiene :

$$a = 6 ; b = 3 ; c = 5 ; d = 1 ; e = 3$$

Finalmente, la ecuación balanceada será:



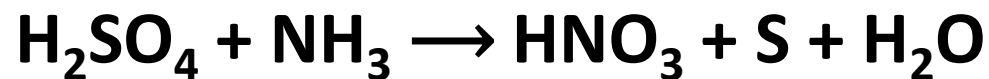
3. MÉTODO DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN (REDOX) : Se aplican a ecuaciones que no son tan simples, donde se presentan simultáneamente los fenómenos de reducción y oxidación.

Para balancear ecuaciones por este método se siguen los siguientes pasos :

- A. Se identifican los elementos que cambian su número de oxidación.
- B. Se forman semiecuaciones y se iguala el número de electrones transferidos.
- C. Los coeficientes obtenidos en la ecuación iónica balanceada, se reemplaza en la ecuación molecular y de ser necesario, se completa la ecuación por “tanteo”.

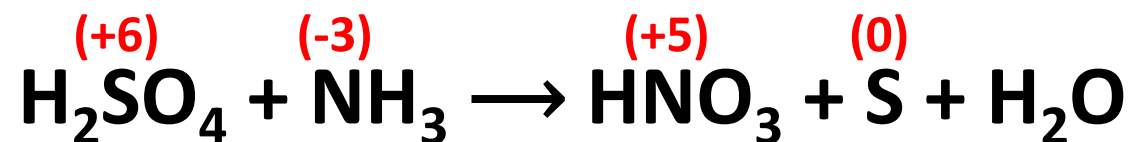
Ejemplo:

Balancear la siguiente reacción redox:



PROCEDIMIENTO:

1°) Identificando los elementos que cambian su N.O.:



2°) Formando las semiecuaciones, igualando el número de electrones transferidos:



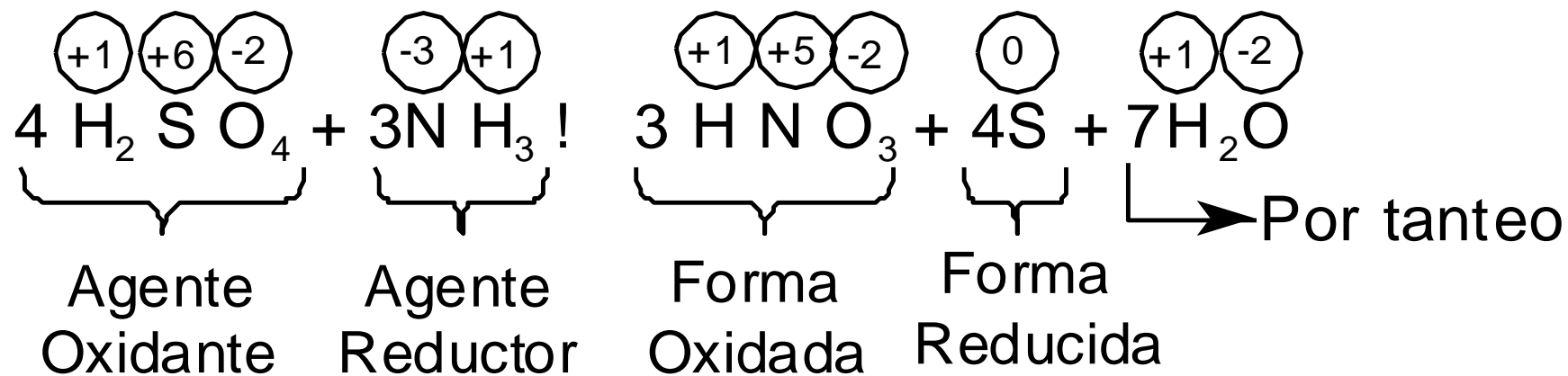
Por lo tanto:

N°(e⁻) transferidos = 24



(ECUACIÓN IÓNICA BALANCEADA)

3°) Reemplazando en la ecuación molecular y completando por “tanteo”, se tiene:



(ECUACIÓN BALANCEADA)

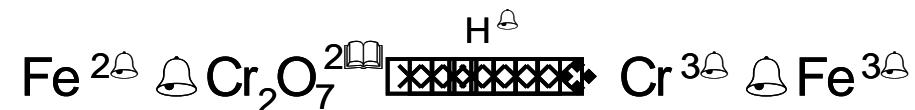
4. MÉTODO DE ION - ELECTRÓN : Se utiliza para balancear ecuaciones iónicas. El balance depende del medio donde se realice la reacción (medio ácido o medio básico).

Medio Ácido : Por cada átomo de oxígeno en exceso se agrega una molécula de agua en el otro miembro y se completa la ecuación agregando iones hidrógeno donde sea necesario.

Medio Básico : Por cada átomo de oxígeno en exceso se agrega una molécula de agua en el mismo miembro y en el otro el doble de iones oxhidrilo. El exceso de hidrógenos se anula agregando la misma cantidad de iones oxidrilo y de agua.

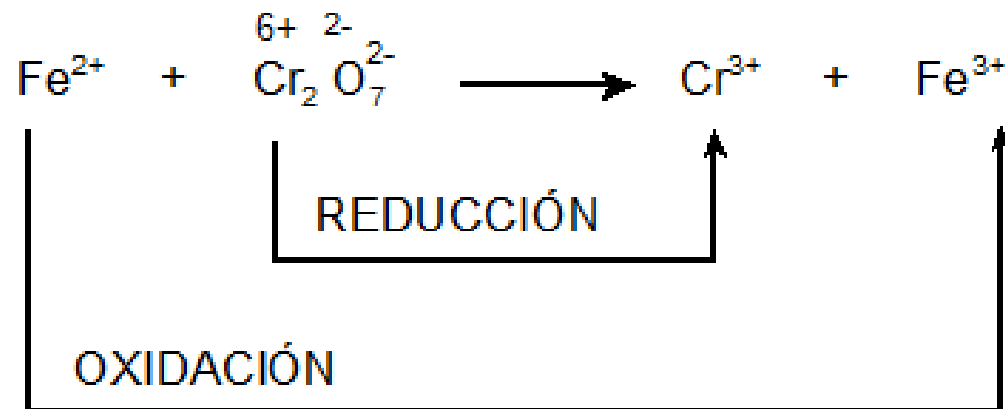
Ejemplo 01 :

Balancear la siguiente ecuación iónica en medio ácido

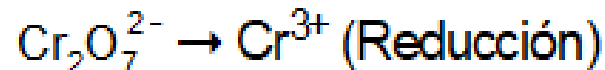
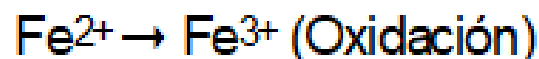


PROCEDIMIENTO:

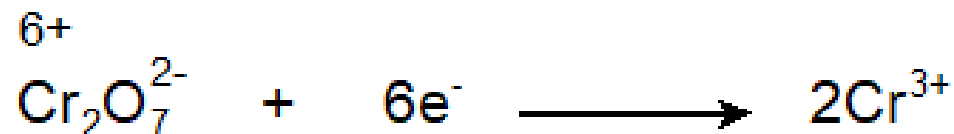
1°) Calculando los N.O., identificando que especie se oxida y reduce.



2°) Escribiendo las semirreacciones por separado.



3°) Calculando el número de electrones ganados y perdidos.



4°) Balanceando el oxígeno y el hidrógeno en medio ácido.

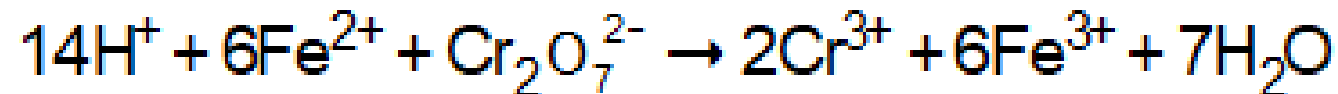


5°) Igualando los electrones ganados y perdidos.

(multiplicando por 6)

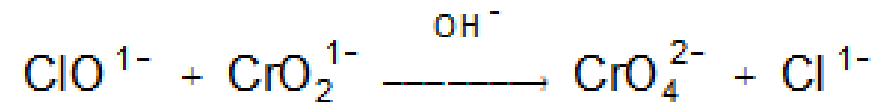


6°) Sumando las semirreacciones; la reacción iónica total balanceada es :



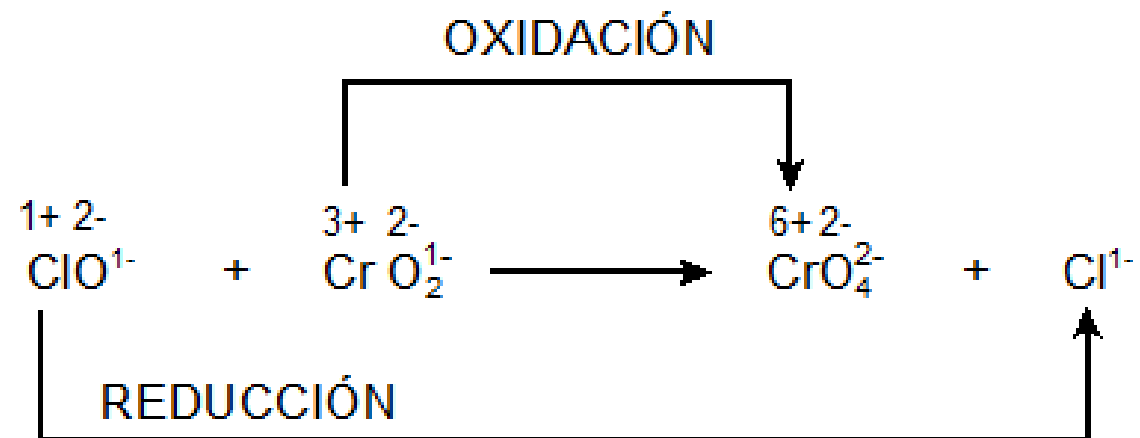
Ejemplo 02 :

Balancear la siguiente ecuación iónica en medio básico

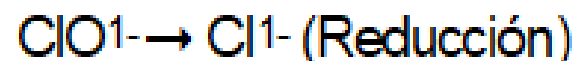


PROCEDIMIENTO:

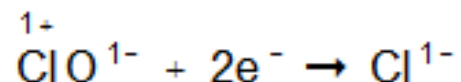
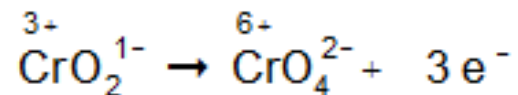
1er Paso :



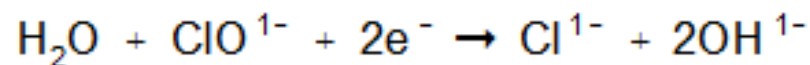
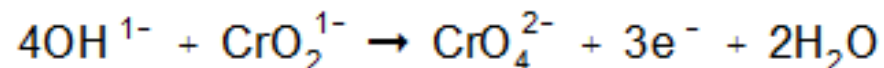
2do Paso : Semirreacciones :



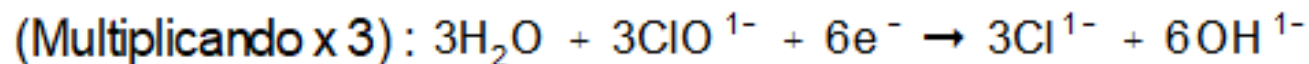
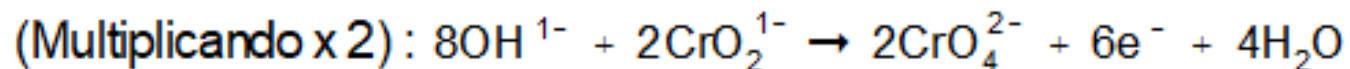
3er Paso :



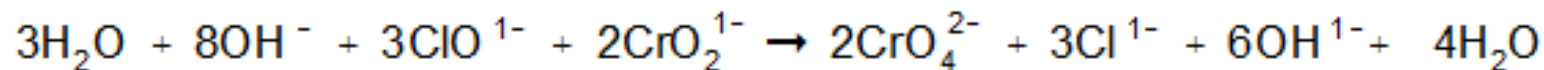
4to Paso : Balanceando en medio básico.



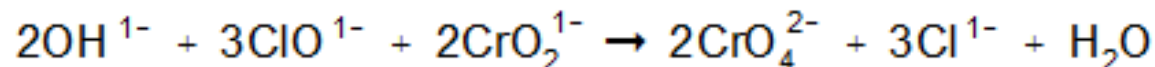
5to Paso :



6to Paso :

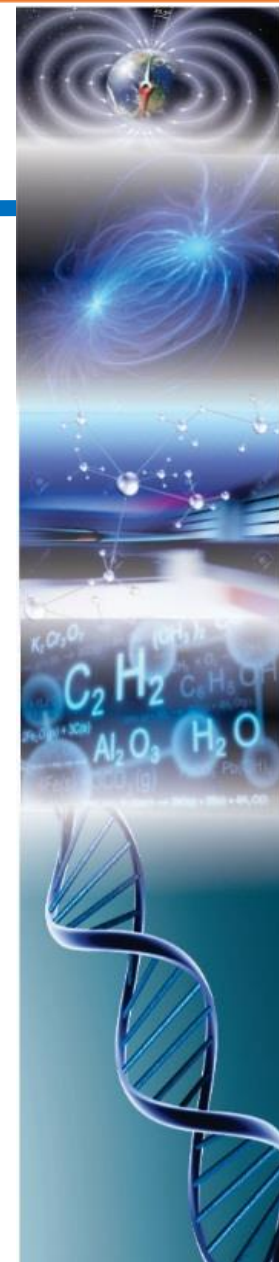
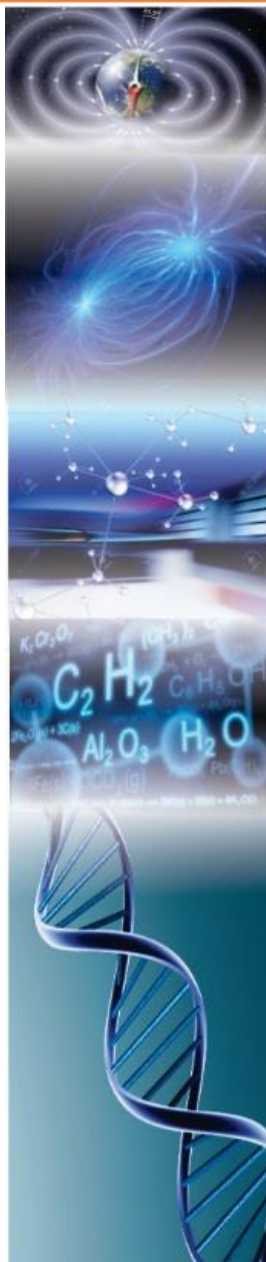


La reacción iónica total balanceada es :

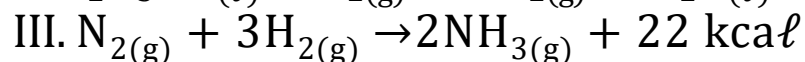
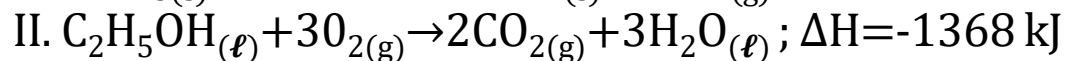
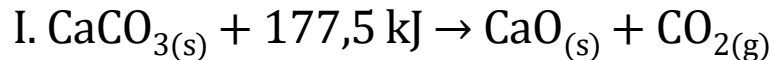


MOMENTO DE PRACTICAR

PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN



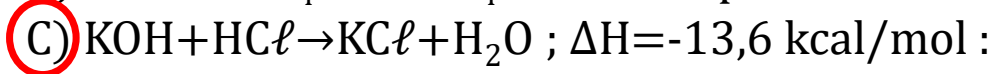
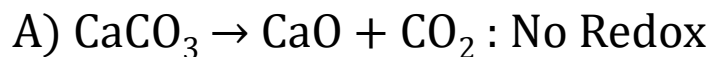
01. Señale en cada caso el tipo de reacción exotérmica (EX) o endotérmica (EN).



A) EX, EN, EX B) EN, EX, EN C) EX, EX, EX

☒ D) EN, EX, EX E) EN, EN, EX

02. Respecto a la clasificación de las reacciones químicas, indique la relación incorrecta.

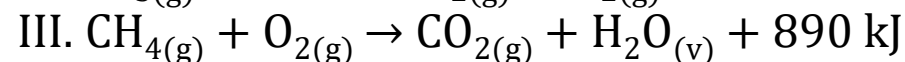
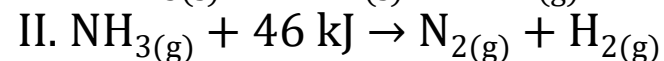
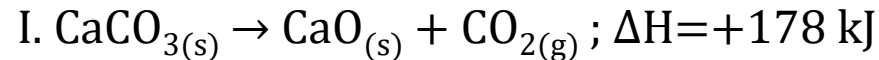


Endotérmica



CALIF. 2013-I

03. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son endotérmicas?



A) Solo I B) II y III C) I y III

☒ D) I y II E) Solo II

04. Respecto a las reacciones redox, indicar lo que no corresponde:

I. Se lleva a cabo entre sustancias que modifican sus estados de oxidación debido a la pérdida o ganancia de electrones.

II. El proceso de reducción (ganancia de electrones) lo genera la sustancia denominada agente oxidante.

III. Todas las reacciones de descomposición redox son de dismutación o desproporción.

IV. El agente reductor genera la forma reducida.

A) I y IV

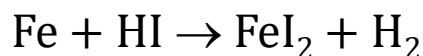
☒ B) III y IV

C) I y II

D) II y III

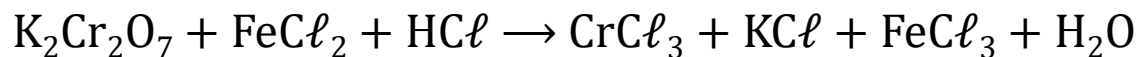
E) II y IV

05. Identifique la proposición que no corresponde con la siguiente reacción redox:



- A) El HI es el agente oxidante.
- B) El Fe es el agente reductor.
- C) El elemento que se reduce es el hidrógeno.
- D) El elemento que se oxida es el hierro.
- ☒ E) El FeI_2 es la forma reducida

06. Dadas las siguientes proposiciones respecto a la reacción de óxido-reducción:



- a. La especie que se oxida es el hierro.
- b. El agente reductor es el dicromato de potasio.
- c. La forma reducida es el CrCl_3

¿Son correctas?

- A) Solo a
- B) Solo b
- C) Solo c
- D) a, b, c
- ☒ E) a, c

PARCIAL 2011-I

07. Indicar cuántas proposiciones son correctas:

- ☐ $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$: Redox intramolecular
- ☐ $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$: Redox desproporción
- ☐ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$: Redox intermolecular
- ☐ $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$: Dismutación
- ☐ $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$: Metátesis

- A) 1
- B) 2
- C) 3
- ☒ D) 4
- E) 5

08. Indicar el número de proposiciones correctas respecto a lo que ocurre durante un proceso Redox:

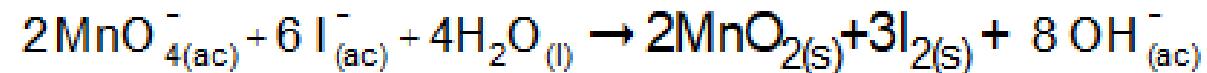
- ☐ Se produce transferencia de electrones
- ☐ Durante la reducción se gana electrones
- ☐ El agente reductor cede electrones al agente oxidante
- ☐ La sustancia que se reduce es el agente oxidante
- ☐ No se manifiesta el complejo activado.

- A) 1
- B) 2
- C) 3
- ☒ D) 4
- E) 5

09. La base para el balanceo de las ecuaciones químicas y los cálculos que se relacionan a partir de ésta, es la ley de la conservación de :

- A) Las moles
- ☒ B) La masa
- C) Los volúmenes
- D) La energía
- E) Los compuestos

10. **(UNI)** Señale la proposición verdadera respecto a la reacción Redox siguiente:



- A) El agua se reduce
- ☒ B) El ion permanganato MnO_4^- es el agente oxidante
- C) El ion yoduro I^- se reduce
- D) El número de oxidación del manganeso no varía
- E) El ion permanganato MnO_4^- se oxida



FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS